UNIVERSIDAD NACIONAL “SAN LUIS GONZAGA”

Facultad de Ingeniería Civil

TEMA:

ELECTROQUÍMICA

CURSO:

QUIMICA APLICADA

DOCENTE:

GUERRA LANDA EDITH ISABEL

INTEGRANTES:

MOQUILLAZA URIBE CESAR FABRICIO

TAIPE DE LA CRUZ EDISON JORDY

TREJO VALENCIA ABED JESUS

ZAÑARTU OCAMPO RAFAEL ARTURO

ICA – PERÚ

Julio, 2025

ÍNDICE

I. INTRODUCCIÓN.....
pag.1

II. DESARROLLO.....
.....pag.2

II.1. Las reacciones de oxidación y reducción en electroquímica.....pag.2

II.2. Celdas galvánicas .....
.....pag.2

II.3. Fuerza electromotriz (fem) de la celda...
.....pag.2

II.4. Ecuación de Nernst.....pag.3

II.5. Potencial estandar de una pila O celda (E°CELDA)
.....pag.3

II.6. Electrólisis.....
.....pag.4

II.7. Ley de Faraday.....
...pag.6

III. CONCLUSIÓN.....
pag.7

IV. REFERENCIAS BIBLIGRÁFICAS.....
.....pag.8

I. INTRODUCCIÓN

La electroquímica es una rama de la química que estudia las relaciones entre la energía eléctrica y las reacciones químicas. Su fundamento radica en los procesos de transferencia de electrones, lo que la convierte en un campo clave para comprender fenómenos como la corrosión, la producción de energía en baterías, la electrólisis y el funcionamiento de celdas electroquímicas. A nivel molecular, la electroquímica se centra en las reacciones redox (reducción-oxidación), donde una sustancia cede electrones y otra los gana. Este intercambio de electrones puede generar una corriente eléctrica aprovechable o, a la inversa, ser impulsado por una fuente externa de energía.

La importancia de la electroquímica en la sociedad moderna es difícil de sobreestimar. Desde el desarrollo de baterías recargables para dispositivos electrónicos hasta la generación de hidrógeno por electrólisis para energías limpias, sus aplicaciones son amplias y estratégicas. También desempeña un rol esencial en procesos industriales como la galvanoplastia, la purificación de metales y la producción de compuestos químicos como el cloro y el hidróxido de sodio.

En el ámbito académico, el estudio de la electroquímica permite integrar conocimientos de termodinámica, cinética química y equilibrio, brindando una visión más completa de los sistemas químicos. Comprender cómo se mueven los electrones y cómo se relacionan estos movimientos con potenciales eléctricos es fundamental para diseñar nuevas tecnologías sostenibles y eficientes. Por ello, la electroquímica representa un puente entre la química pura y las innovaciones tecnológicas que impulsan el desarrollo del mundo actual.

II. DESARROLLO

2.1. LAS REACCIONES DE OXIDACIÓN Y REDUCCIÓN EN ELECTROQUÍMICA

Las reacciones de *oxidación y reducción* (redox) son procesos fundamentales de la electroquímica. La oxidación implica la pérdida de electrones por parte de una sustancia, lo que incrementa su número de oxidación. Por el contrario, la reducción es la ganancia de electrones, disminuyendo el número de oxidación.

EJEMPLO DE OXIDACIÓN:

$Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2e^-$

EJEMPLO DE REDUCCIÓN:

$Cu^{2+}\ (aq) + 2e^- \rightarrow Cu\ (s)$

En toda reacción redox, la oxidación y la reducción ocurren de forma simultánea, transfiriendo electrones de una especie a otra, lo que constituye la base de funcionamiento de los dispositivos electroquímicos.

2.2. CELDAS GALVÁNICAS

Las celdas galvánicas o voltaicas son dispositivos que convierten la energía química en energía eléctrica mediante una reacción redox espontánea. Están formadas por dos semiceldas electroquímicas, cada una con un electrodo sumergido en una disolución de sus iones.

En la celda galvánica:

- El ánodo es donde ocurre la oxidación y es el polo negativo.
- El cátodo es donde ocurre la reducción y es el polo positivo.
- Los electrones fluyen del ánodo al cátodo a través de un circuito externo.
- Un puente salino o membrana permite el movimiento de iones para mantener la neutralidad de carga.

EJEMPLO CLÁSICO: CELDA DANIELL

1) Ánodo: $Zn\ (s) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + 2e^-$
2) Cátodo: $Cu^{2+}\ (aq) + 2e^- \rightarrow Cu\ (s)$
3) Reacción global: $Zn\ (s) + Cu^{2+}\ (aq) \rightarrow Zn^{2+}\ (aq) + Cu\ (s)$

2.3. FUERZA ELECTROMOTRIZ (FEM) DE LA CELDA

La fuerza electromotriz (FEM) es la diferencia de potencial entre el cátodo y el ánodo cuando la celda está en circuito abierto. Se calcula restando los potenciales de reducción de ambos electrodos:

$E°_{celda} = E°_{cátodo} - E°_{ánodo}$

Si $E°_{celda}$ es positiva, la reacción global es espontánea. La FEM depende de la naturaleza de los electrodos, la concentración de los electrolitos y la temperatura.

Ejemplo numérico:

Si $E°_{cátodo}\ (Cu^{2+}/Cu) = +0.34$ V y $E°_{ánodo}\ (Zn^{2+}/Zn) = -0.76$ V,

$E°_{celda}$ = 0.34 V - (-0.76 V) = 1.10 V

2.4. ECUCACIÓN DE NERTS

La ecuación de Nernst relaciona el potencial de un electrodo a condiciones no estándar (es decir, diferentes de las condiciones estándar de 298 K y 1 M) con su potencial estándar, y toma en cuenta la temperatura y las concentraciones de reactivos y productos. En esencia, permite calcular el potencial de un electrodo o celda cuando las condiciones no son las ideales, como en el caso de baterías o celdas electroquímicas donde las concentraciones de las sustancias varían.

FÓRMULA GENERAL:

$$fem_{(pila)} \text{ o } \varepsilon_{(pila)} = \varepsilon°_{pila} - \frac{2,3RT}{nF} \log Q$$

DONDE:

E: potencial del electrodo en condiciones no estándar (voltios)
E ∘: potencial estándar del electrodo (voltios)
R: constante de los gases = 8.314 J/(mol·K)
T: temperatura en kelvins (K)
n: número de moles de electrones intercambiados
F: constante de Faraday ≈ 96485 C/mol
Q: cociente de reacción (productos/reactivos en términos de concentración)

2.5. POTENCIAL ESTANDAR DE UNA PILA o CELDA ($E°_{celda}$)

En la pila, los electrones fluyen del ánodo al cátodo, debido a una diferencia de potencial eléctrico. Este potencial depende de los electrodos, temperatura, presión del gas y de la concentración molar de los iones en solución.

$$E^o_{celda} = E^o_{red} + E^o_{ox} \qquad \varepsilon°_{(pila)} = \varepsilon°_{cátodo} - \varepsilon°_{ánodo}$$

(Se da a 25°C , 1atm presión y 1M, la pila está a condiciones estándar)

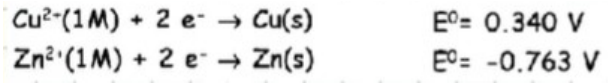
RECORDAR:

- $E°_{celda}>0$; reacción espontanea
- $E°_{celda}=0$; reacción en equilibrio
- $E°_{celda}<0$; reacción no espontanea

POTENCIAL ESTANDAR DE REDUCCIÓN ($E°_{red}$)

Representa la facilidad que tiene el material para ganar electrones.

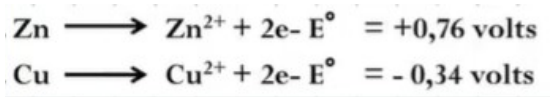
Obs: Si se tiene varios potenciales de reducción, *entonces se reduce el que presenta mayor potencial de reducción.*
EJEMPLO:



SE REDUCE: Cu^{2+}

POTENCIAL ESTANDAR DE OXIDACIÓN ($E°_{oxi}$)

Representa la facilidad que tiene el material para perder electrones.
Obs: Si se tiene varios potenciales de oxidación, *entonces se oxida el que presenta mayor potencial de oxidación.*
EJEMPLO:



SE OXIDA: Zn

2.6. ELECTRÓLISIS

Es el estudio del paso de corriente eléctrica continua para obligar la ocurrencia de reacciones redox NO espontáneas que contienen la descomposición de sustancias.

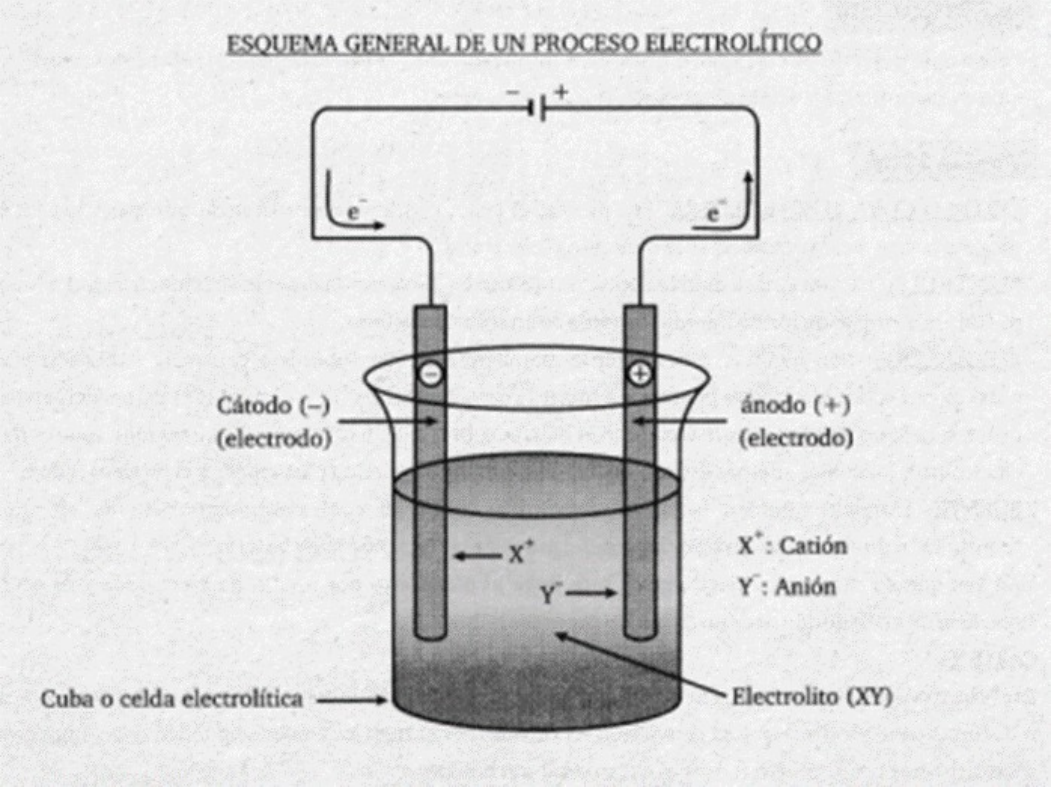
ELEMENTOS:

- CELDA O CUBA ELECTROLÍTICA: Recipiente, el cual contiene a la sustancia que participa en el proceso redox, a esta sustancia se le denomina "electrólito"
- ELECTRÓLITO: Es una masa líquida conductora eléctrica de segunda especie de la electricidad, el cual puede encontrarse de forma líquida (fundida) o en solución acuosa.
- ELECTRODOS: Son láminas generalmente metálicas en cuya superficie ocurre la oxidación y la reducción. Dichos electrodos pueden ser inertes como el grafito (C) o platino (Pt) no participan del proceso redox o pueden ser activos como el hierro, cobre, zinc, u otro metal (que no reaccione con el electrólito), los cuales además del suministro de electricidad pueden participar en el proceso redox.
- FUENTE: Llamado también fuerza electromotriz (fem), el cual suministra corriente eléctrica "continua" o directa al sistema, por lo general proviene de una pila o una batería. Una vez que se suministra electricidad, este llega al electrólito por medio de electrodos y es en la superficie de estos donde se desarrollan los procesos redox:
- CÁTODO: Es el electrodo de carga eléctrica negativa, por lo que atrae a los cationes hacia él, en su superficie estos se reducen (ganan electrones) y se convierten en sustancias neutras, los cuales se pueden depositar como sólidos, liberar como gases o rodear el electrodo si son líquidos.
- ÁNODO: Es el electrodo de carga eléctrica positiva, por lo que atrae a los cationes hacia él, en su superficie estos se oxidan (pierden electrones) y se convierten en sustancias neutras, los cuales se pueden depositar como sólidos, liberar como gases o

rodear el electrodo si son líquidos. Eso quiere decir que los electrones fluyen desde el electrodo ánodo hacia el electrodo cátodo. A continuación, se indican algunos procesos electrolíticos (electrólisis):

Electrodos	Semireacción	Signo
Cátodo	Reducción	Negativo
Ánodo	Oxidación	Positivo

Una celda Electrolítica convencional consiste de un recipiente que contiene una solución electrolítica o sal fundida, dentro del cual se sumergen dos electrodos que están unidos por un alambre conductor externo a una fuente de corriente continua que al aplicar una diferencia de potencial obliga a que se desarrolle la reacción redox no espontánea.



TIPOS DE ELECTROLISIS

a) ELECTRÓLISIS DE SALES FUNDIDAS: Las sales que son producto de enlaces iónicos tienen entre sus características un alto punto de fusión y de ebullición. Cuando se va a realizar la electrólisis de una sal fundida, debe aumentarse la temperatura lo suficiente para que pueda darse el cambio del estado sólido al líquido. Una vez logrado lo anterior, se procede a colocar los electrodos y a suministrar la corriente necesaria para que el proceso electrolítico se lleve a cabo

b) ELECTRÓLISIS DE DISOLUCIONES ACUOSAS: Como su nombre lo indica, se procede a partir de la disolución de sales en agua, con lo cual se puede obtener la disolución iónica de la sal sin tener que elevar su temperatura, lo cual representa un ahorro tanto de energía como de dinero. Sin embargo, el medio acuoso interviene de forma determinante en el proceso electrolítico y puede suceder que, si el potencial estándar de reducción de la sustancia es menor que el correspondiente al agua, se obtenga oxígeno o hidrógeno en lugar de la sustancia deseada.

   En los dos casos anteriores se utilizan electrodos inertes, es decir, electrodos que solo participan aportando la superficie en la cual se lleva a cabo la reducción (cátodo) o la oxidación (ánodo).

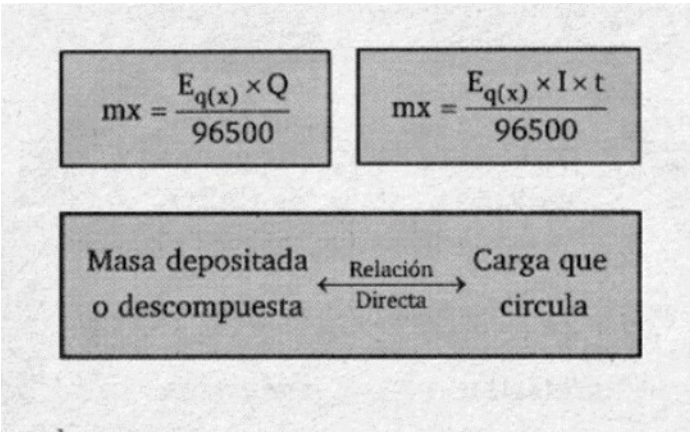
c) ELECTRÓLISIS CON ELECTRODOS ACTIVOS: Es el tipo de electrólisis en el que se utilizan electrodos activos, entendiendo que tanto el ánodo como el cátodo participan en la reacción. La galvanoplastia es otra aplicación industrial electrolítica, se basa en el proceso de electrodeposición de un metal sobre una superficie que precisa un recubrimiento resistente y duradero, para de esta forma mejorar sus propiedades físicas y químicas. Con ello se consigue mejorar no solo dureza, sino duración y belleza. La electroquímica ha avanzado y desarrollado nuevas técnicas para colocar capas de material sobre los electrodos, aumentando de esta forma su eficiencia.

2.7. LEYES DE FARADAY

Michael Faraday estudio a fondo los procesos electrolitos y enunció dos leyes con las cuales se determinan las cantidades de productos que se obtienen en los electrodos a partir de la electrólisis.

A. PRIMERA LEY DE FARADAY

   La cantidad de sustancias (masa) que se deposita o libera en un electrodo durante la electrólisis es proporcional a la cantidad de carga eléctrica que circula por el electrolito:



Donde: "m" y "Eq(x)" son la masa y la masa equivalente de la sustancia "x" que se deposita o libera, "Q" es la carga eléctrica expresado en coulomb (C). "I" es la intensidad de corriente expresado en ampere (A) y "t" es el tiempo expresado en segundos (s).

B. SEGUNDA LEY DE FARADAY

Cuando se tienen dos o más celdas electrolíticas por la que circulan la misma cantidad de electricidad (conexiones en serie), las masas de las sustancias que se depositan o liberan en los electrodos son proporcionales a sus masas equivalentes.

$$\left(\frac{m}{E_q}\right)_A = \left(\frac{m}{E_q}\right)_B = \left(\frac{m}{E_q}\right)_C$$

De acuerdo con estas leyes se define el Faraday (F) que es la cantidad de carga eléctrica suministrada por un mol de electrones lo cual es equivalente a 96500 C, esta cantidad de carga produce (deposita o libera) un equivalente.

III. CONCLUSIÓN

La electroquímica constituye una disciplina esencial dentro de la química, con profundas implicancias tanto teóricas como prácticas. A lo largo de su estudio, se ha evidenciado que los procesos redox son la base de numerosos sistemas naturales y artificiales, desde las reacciones metabólicas en los seres vivos hasta el funcionamiento de celdas galvánicas, baterías y sistemas de electrólisis. La comprensión de los potenciales eléctricos, la transferencia de electrones y la relación entre energía química y energía eléctrica permite analizar y optimizar una amplia gama de procesos industriales y tecnológicos.

Además, la electroquímica ha cobrado una relevancia creciente en el contexto actual de transición energética y sostenibilidad. Tecnologías como las baterías de ion-litio, las celdas de combustible,

la producción de hidrógeno verde y los métodos electroquímicos para la remediación ambiental, dependen directamente de los principios electroquímicos. Este campo también contribuye al desarrollo de sensores, dispositivos médicos y nuevos materiales conductores.

En definitiva, la electroquímica no solo ofrece herramientas fundamentales para el estudio de la materia y la energía, sino que también brinda soluciones innovadoras a desafíos globales. Su dominio exige una integración sólida de conceptos físico-químicos y una visión interdisciplinaria, lo cual la convierte en una pieza clave en la formación de profesionales capaces de abordar problemas complejos desde una perspectiva científica y tecnológica.

IV. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

[1] Atkins, P., Overton, T., Rourke, J., Weller, M., & Armstrong, F. (2017). Química Inorgánica (6ª ed.). Oxford University Press.

[2] Chang, R., & Goldsby, K. (2016). Química (12ª ed.). McGraw-Hill Education.

[3] Housecroft, C. E., & Sharpe, A. G. (2013). Química Inorgánica (4ª ed.). Pearson Educación.

[4] Disponible en: https://www.youtube.com/watch?v=fDIgOrTEGwE

[5] Disponible en: https://www.youtube.com/watch?v=goVPe-JYSLQ&t=4303s
[6] Disponible en: https://fisquiweb.es/Apuntes/Apuntes2Qui/Electroquimica3.pdf
[7] Disponible en: https://drive.usercontent.google.com/download?id=1a9l6OH2JyqBgCJjRH5ChQHBBIepymX2d&authuser=0&acrobatPromotionSource=GoogleDriveListView